

REAZIONI CHIMICHE E SCAMBI DI ENERGIA

Durante una reazione chimica avviene una variazione di energia perché si rompono i legami che determinano la struttura e la stabilità delle molecole dei reagenti e se ne formano altri nelle molecole dei prodotti di reazione.

In seguito ad una reazione può quindi verificarsi che

$$E_{\text{Reagenti}} > E_{\text{Prodotti}} \quad \text{reazione esoergonica}$$

oppure

$$E_{\text{Prodotti}} > E_{\text{Reagenti}} \quad \text{reazione endoergonica}$$

Nelle reazioni esoergoniche il sistema libera energia a favore dell'ambiente

Nelle reazioni endoergoniche il sistema assorbe energia dall'ambiente (e la immagazzina nelle molecole dei prodotti)

In tutte le reazioni chimiche c'è quindi un trasferimento di energia: lo scambio di energia tra due sistemi o tra un sistema e l'ambiente può avvenire sotto forma di **calore e/o lavoro**.

Il CALORE è energia termica scambiata tra il sistema e l'ambiente

Il LAVORO è energia scambiata mediante azioni meccaniche (per es. se una reazione avviene in un recipiente chiuso da un pistone, se si formano prodotti gassosi, questi esercitano una pressione che fa muovere il pistone)

Sia il CALORE sia il LAVORO sono forme di energia in transito, cioè due modalità di trasferimento dell'energia da un corpo ad un altro, da un sistema e l'ambiente.

L'energia posseduta un sistema si distingue in Energia Cinetica ed Energia Potenziale.

L' E_{cinetica} è data dal movimento delle molecole nello spazio, degli atomi all'interno della molecola (senza contare il movimento delle subparticelle atomiche)

L' $E_{\text{potenziale}}$ è data dai legami chimici fra le molecole, fra gli atomi (senza contare le interazioni fra le subparticelle atomiche)

Un sistema possiede quindi una sua **Energia totale** o **INTERNA** data dall'Energia cinetica (movimento di vibrazione, rotazione, traslazione), designata *energia termica* più l'Energia potenziale designata *energia chimica*

$$E_{\text{interna}} = E_{\text{cinetica}} + E_{\text{potenziale}}$$

Quando ha luogo una reazione chimica, un sistema passa dallo stato iniziale di $E_{\text{interna iniziale}}$ a uno stato finale di $E_{\text{interna finale}}$; non è possibile misurare il valore assoluto dell'energia interna del sistema, ma solo la sua variazione ΔE nel corso della trasformazione

$$\Delta E = E_{\text{finale}} - E_{\text{iniziale}}$$

questo ci dice che ΔE è indipendente dal cammino percorso dal sistema durante la trasformazione, ma dipende solo dallo stato iniziale e finale.

Esprimendo ΔE in termini di calore Q e di lavoro L scambiati, abbiamo

$$\Delta E = Q - L$$

dove Q = quantità di energia scambiata sotto forma di calore

L = quantità di energia scambiata sotto forma di lavoro

Da cui $Q = \Delta E + L$

Questa relazione esprime il 1° principio della termodinamica (o principio della conservazione dell'energia):

- 1) Durante una trasformazione l'energia non si crea né si distrugge, ma si conserva
oppure
- 2) Il calore fornito ad un sistema non si trasforma completamente in lavoro, ma in parte va ad incrementare l'energia interna del sistema

ΔE

Tornando alla relazione $\Delta E = Q - L$ ricordiamo che L è significativo quando ci sono sostanze allo stato gassoso perché il gas compie un lavoro di espansione che porta ad una variazione di volume ΔV , per cui a P costante il lavoro del gas è dato da $L = P \cdot \Delta V$

allora $\Delta E = Q - P \cdot \Delta V$

Se ci sono sostanze allo stato solido o liquido $P \cdot \Delta V$ è trascurabile e allora $\Delta E = Q$
(perché $\Delta V = 0$)

Se ci sono sostanze allo stato gassoso e la reazione avviene a P costante $Q = \Delta E + P \cdot \Delta V$

Al termine $E + P V$ si dà il nome di **ENTALPIA** o contenuto termico del sistema e si indica con H.

H si può definire come il contenuto termico di un sistema a **pressione costante** e ΔH che rappresenta la variazione di Entalpia fra lo stato finale del sistema e quello iniziale, corrisponde al calore scambiato

$$\Delta H = H_2 - H_1 = Q_p$$

Q_p = calore di reazione a P costante

e si esprime in Kcal/mol o KJ/mol